

Ecuación de estado de gases ideales

Maximiliano Gabriel De Napoli y Marina Alejandra González- marugonza@hotmail.com
Laboratorio de Física I, UNSAM- 2do. Cuatrimestre 2002

Resumen

El tema de estudio principal en la práctica fue la variación de la presión con la masa de un gas determinado, a temperatura y volumen constante. Analizamos gráficamente estas variables para lograr determinar el peso molecular y la densidad del aire con un error dentro de la tolerancia esperada.

Introducción

El objetivo principal de la práctica es la determinación del peso molecular y de la densidad del aire. También queremos estudiar como es que varía la presión al cambiar el número de moléculas del gas.

Para poder cumplir con los objetivos, consideramos al aire como un gas ideal. Así podemos relacionar variables macroscópicas tales como: presión P ; temperatura T ; masa del gas M_{gas} y volumen V , mediante la ecuación de estado de los gases ideales.

$$PV = nRT = \frac{m_{gas}}{M_r} \cdot RT \quad (1)$$

donde M_r es la masa molecular del gas, en las mismas unidades en que se mide m_{gas} .

Experimento

Armamos el sistema esquematizado en la **Fig.1**. Colocamos un manómetro en el extremo superior de una botella de volumen aproximado de dos litros. Debemos tratar que la pérdida de gas en la conexión sea mínima. Además la botella que utilizamos debe ser de paredes rígidas para que su volumen se mantenga constante. Pesamos el dispositivo.



Fig.1: Dispositivo experimental usado, consistente en una botella con aire que tiene un manómetro para medir la presión y una válvula para presurizarla. La balanza registra la masa del sistema.

Conectamos un inflador de pie al manómetro. Presurizamos la botella hasta que el manómetro midiera aproximadamente tres atmósferas. Colocamos el aparato sobre la balanza. Tomamos dato de la masa para diferentes valores de la presión.

Estas diferentes presiones deben ser expresadas como presiones absolutas. Por ello debe sumarse la presión atmosférica P_o a la registrada por el manómetro, P_{man} .

$$P = P_o + P_{man} \quad (2)$$

Definimos Δm como el incremento en la masa del gas. Se calcula como la diferencia entre la masa del gas a presión atmosférica y la masa del gas a otro valor de presión.

Para conocer el volumen total de la botella V_o , la pesamos vacía (m_{bot}). Luego la llenamos de agua y pesamos nuevamente (m_{llena}). Si hacemos la diferencia entre las masas, obtenemos la masa de agua que puede albergar el recipiente. Conociendo la densidad del agua aplicamos la siguiente fórmula para calcular el volumen:

$$V_o = \frac{(m_{llena} - m_{bot})}{\delta} \quad (3)$$

Como adelantamos en la introducción el aire puede considerarse como un gas ideal. Por lo tanto responde a la ecuación de estado. La masa total del gas dentro de la botella está dada por la suma de la masa inicial (m_o) que existe antes de presurizar y la ya definida Δm . Basándonos en la ecuación (1) llegamos a la siguiente expresión:

$$P = \left(\frac{m_o}{V_o} \right) \frac{RT_o}{M_r} + \left(\frac{RT_o}{M_r V_o} \right) \Delta m \quad (4)$$

donde R es la constante universal de los gases, T_o la temperatura ambiente absoluta y M_r el peso molecular del gas.

Graficamos P en función de Δm (Fig2). Según la ecuación (4) esperamos una relación lineal entre ambas variables. La pendiente a de la recta es:

$$a = \left(\frac{R \cdot T_o}{M_r \cdot V_o} \right) \quad (5)$$

Entonces, si conocemos R , T_o , a y V_o , calculamos M_r . Por propagación de la ecuación (5) obtenemos su incertidumbre asociada^[1].

La ordenada al origen b es:

$$b = \left(\frac{m_o}{V_o} \right) \frac{RT_o}{M_r} \quad (6)$$

Sabiendo que $\delta = m/V$, utilizando la ecuación (6) determinamos la densidad del aire en las condiciones de trabajo, a presión y temperatura ambiente. El error asociado a la densidad se calcula propagando la ecuación (6)^[1].

Resultados

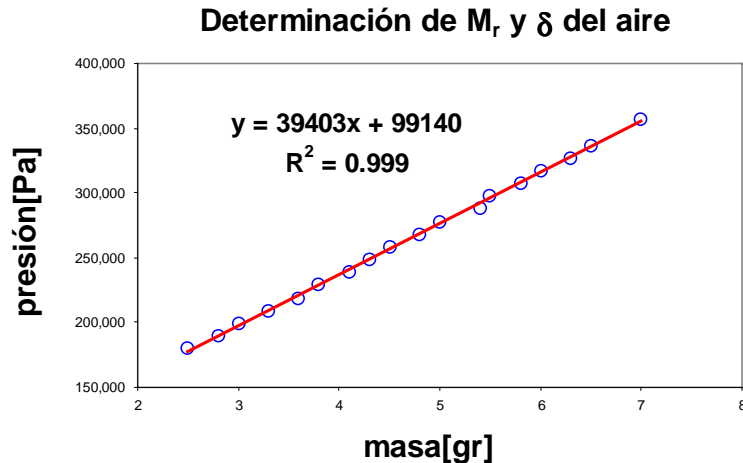


Fig2: Presión en función de la masa, que se corresponde con la ecuación (4)

Las siguientes cantidades son necesarias para obtener M_r y δ :

$$P_o = 101,4 Pa$$

$$T_o = 298,85 K$$

$$V_o = (2195,1 \pm 0,1)g$$

Nuestros resultados experimentales fueron:

$$M_r = (28,8 \pm 0,2)g/mol$$

$$\delta = (1,16 \pm 0,02)g/l$$

Conclusión

El valor de tablas, teniendo en cuenta la composición del aire^[2], es $M_r = 28,9$. Así, podemos decir que el valor obtenido experimentalmente, $M_r = (28,8 \pm 0,2)g/mol$ es el esperado. El valor de tabla para la densidad del aire^[3] es $\delta = 1,16 g/l$. Si comparamos con el valor experimental, $\delta = (1,16 \pm 0,02)g/l$, notamos que no hay discrepancia.

El error en M_r fue del 0.7 % y para δ del 2 % . La principal fuente de error fue el error de apreciación en la medición de las presiones. La temperatura y la presión atmosférica utilizadas fueron tomadas del Instituto Meteorológico Nacional. Esto puede acarrear un error debido a la distancia entre el lugar de trabajo y el lugar donde fueron medidas esas variables.

Este experimento constituye un método fácil, económico y útil para determinar el peso molecular y la densidad del gas estudiado. Por otro lado, las fuentes de error no son demasiado importantes.

Referencias

- [1] Salvador Gil y Eduardo Rodríguez. Física re-Creativa. Prentice Hall. Perú, 2001
- [2] Aurora A. Romero, Daniel A. Salín Pascual. Contaminación ambiental. Ed. Trillas. México, 1996
- [3] David R. Lide. Handbook of Chemistry and Physics. 78th Edition. CRC Press. Estados Unidos, 1997
- [4] Zemansky M. Calor y Termodinámica. Ed. Aguilar. Bilbao, 1964
- [5] J. Houser, D. Johnson, and P. Siegel "Getting pumped up omn the ideal gas law" Phys. Teach. 40, 396 (2002)